b-

		$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$			
Etat du système	**avancement volumique**	**En mol.L^{-1}**			
À t=0	**0**	**C**	**-**	**0**	**0**
À t= t_f	**Y_f**	**C- Y_f**		**Y_f**	**Y_f**

$Y_f = [H_3O^+]$

et on a : $K_a = \frac{[CH_3COO^-].[H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$

$\Leftrightarrow K_a = \frac{Y_f^2}{C - Y_f} = \frac{[H_3O^+]^2}{C - [H_3O^+]}$.

D'autre part : $\tau_f = \frac{[H_3O^+]}{C} \Leftrightarrow [H_3O^+] = C.\tau_f$

D'où : $K_a = \frac{C^2.\tau_f^2}{C - C\tau_f} = \frac{C.\tau_f^2}{1 - \tau_f}$.

Au cours de la dilution, Ka reste cste ; et C diminue ; ainsi il faut que τ_f augmente.

Donc la dilution favorise l'ionisation de l'acide.

c- L'ajout de l'acide fort (sol° S_1) fait augmenter la concntration de H_3O^+. D'après la loi de Modération, l'équilibre se déplace dans le sens à faire diminuer $[H_3O^+]$, C'est-à-dire le sens inverse.